

## МЕЖДУНАРОДНАЯ СИСТЕМА ЕДИНИЦ И ФАРМАЦИЯ

Витебский государственный  
медицинский институт

Определяйте значение слов и вы избавите свет от половины его заблуждений.

Р. Декарт

Постановлением Государственного комитета по стандартам от 19 марта 1981 года с 1 января 1982 года в СССР была введена Международная система единиц (СИ) [ 5 ]. Переход к новой системе потребовал пересмотра некоторых понятий и изменения ряда единиц измерения. Этот процесс произошёл не сразу и не завершился, по существу, до сих пор. Ещё в 1982 году были опубликованы в русском переводе рекомендации ИЮПАК по использованию терминов “эквивалент” и “нормальный”, а также разъяснения комиссии по терминологии Научного совета АН СССР по аналитической химии об изменениях в основных терминах и единицах в связи с переходом к системе СИ [4]. Статьи консультационного характера регулярно появляются в научных [1,3,7] и научно-популярных журналах [2]. К сожалению, фармация остаётся своеобразным “островом”, население которого говорит на «мёртвом» языке и пользуется понятиями, которых на самом деле уже давно не существует. Все это приводит, во-первых, ко всё более усиливающемуся отставанию фармацевтических дисциплин от фундаментальных наук и, во-вторых, к возникновению трудностей у студентов при их изучении, поскольку многие понятия рассматриваются на младших и старших курсах в совершенно разных аспектах. В настоящей работе будет уделено внимание лишь тем терминам, для которых, по мнению автора, несоответствие требованиями ИЮПАК наиболее очевидно. Главным образом, это термины, применяемые для описания количественного состава растворов.

Согласно требованиям ИЮПАК количественный состав растворов (как и смесей вообще) описывают с помощью безразмерных величин либо с помощью величин, имеющих размерность.

Безразмерные величины, выражающие количественный состав раствора или смеси, называются *долями*. Существует 3 вида долей: массовая доля -  $\omega_B$  (омега), объёмная доля -  $\varphi_B$  (фи) и молярная доля -  $\chi_B$  (хи).

**Массовой долей растворённого вещества** называется отношение массы растворённого вещества к массе раствора

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_p}$$

Например, если  $\omega(\text{NaOH}) = 0,1$  (читается «массовая доля гидроксида натрия в растворе равна 0,1, или 10%»), то это значит, что в 100 г данного раствора содержится 10 г гидроксида натрия.

**Объёмной долей растворённого вещества** называется отношение объёма растворённого вещества к объёму раствора

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_p}$$

Например, если  $\varphi(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 0,8$  (или 80%)- «объёмная доля этанола в растворе равна 0,8», то это значит, что в 100 мл раствора содержится 80 мл этанола. Объёмная доля используется для описания количественного состава растворов гораздо реже, чем массовая и применяется, главным образом, для растворов газов, а также этилового спирта и некоторых других жидкостей.

**Молярная доля растворённого вещества** - отношение количества растворённого вещества к сумме количеств всех веществ, входящих в состав раствора, включая растворитель

$$\chi_B = \frac{n_B}{\sum n_i}$$

Например, если в водном растворе  $\chi(\text{HCl}) = 0,1$  (или 10%)- «молярная доля хлороводорода в растворе равна 0,1», то это значит, что 10 моль хлороводорода растворены в 90 моль воды. В литературе молярная доля иногда называется

мольной, что не соответствует требованиям ИЮПАК. По существующим правилам присвоения названий физическим величинам в этих названиях не должны присутствовать названия единиц измерения данной величины. Поэтому было предложено использовать термин «молярный» («molar»), отличный от названия единицы измерения, моля [ 3 ]. Хотелось бы также обратить внимание на обозначение количества вещества. Традиционно в школьных учебниках (а иногда даже и в вузовских) количество вещества обозначают греческой буквой «ν» (ню), что не соответствует требованиям ИЮПАК, согласно для обозначения количества вещества используется латинская буква «n» (ν используется для обозначения стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции).

Доли веществ в растворах выражают в долях единицы или в процентах (%). Процентом (от лат. pro centum - для сотни) называется одна сотая часть чего-либо. Процент - это не единица измерения. Знак % указывает только, что приводимое значение получено отнесением данной физической величины к 100 таким же физическим величинам. Проценты не бывают массовыми, объёмными или молярными, поэтому обозначения масс.%, об.% или мол.% являются неправильными. Следует писать % масс., % об., % мол., тем самым уточняя, что % взяты по массе, объёму или количеству вещества. В фармации для описания количественного состава растворов традиционно используют ещё и «массо-объёмные проценты», которые на самом деле никакими процентами не являются, так как получаются при делении друг на друга совершенно разных величин - массы и объёма.

Для разбавленных растворов, например, для выражения количественного содержания растворённых веществ в крови или морской воде используют промилле ‰ (тысячную часть), а если вещества очень мало (например, одно вещество является примесью в другом) - «миллионные доли» (млн<sup>-1</sup>), «миллиардные доли» (млрд<sup>-1</sup>) и т.д.

К размерным величинам, выражающим количественный состав раствора,

относятся концентрации и моляльность. До перехода к международной системе единиц под концентрацией понимали любые способы описания количественного состава раствора. В настоящее время понятие «концентрация» используется в более узком смысле.

Концентрацией называется отношение числа частиц компонента системы (смеси, раствора, сплава), его количества или массы к объёму системы.

Существуют следующие виды концентраций: массовая концентрация вещества, молярная концентрация вещества и молярная концентрация эквивалента вещества. Использование термина «процентная концентрация» не допускается, так как концентрация не может, согласно определению, выражаться в процентах. Вместо этого следует говорить о массовой (объёмной, молярной) доле вещества в растворе.

Слово «концентрация» в переводе с латинского означает «сосредоточение» [6], поэтому следует говорить о концентрации вещества в растворе (то есть о сосредоточении вещества в растворе), но не о концентрации раствора (сосредоточении раствора веществом?).

**Массовой концентрацией вещества** ( $\rho_v$  или  $\gamma_v$ ) называют отношение массы растворённого вещества к объёму раствора

$$\rho_v = \frac{m_v}{V_p}$$

Единица массовой концентрации - кг/м<sup>3</sup>. В практике обычно пользуются внесистемными единицами - г/дм<sup>3</sup> или г/л. То, что в фармации называется «массо-объёмными процентами» на самом деле является не чем иным, как массовой концентрацией, правда имеющей несколько нестандартную размерность (г/100 мл).

Массовая концентрация вещества в растворе, выраженная в г/см<sup>3</sup> (г/мл) называется титром раствора (Т).

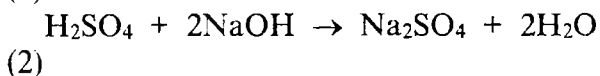
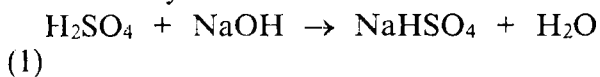
**Молярной концентрацией вещества** ( $C_v$ ) называется отношение количества растворённого вещества к объёму раствора

$$C_B = \frac{n_B}{V_p}$$

Единица молярной концентрации - моль/м<sup>3</sup>. В практике обычно используют - моль/дм<sup>3</sup> или моль/л. Последние две величины не имеют никаких преимуществ друг перед другом, так как литр есть нечто иное, как дм<sup>3</sup> и, кроме того, он допущен к применению наряду с единицами СИ, как внесистемная единица. Раствор, в 1 л которого находится 1 моль растворённого вещества, правила ИЮПАК разрешают называть «молярным». Вместо обозначений моль/дм<sup>3</sup> или моль/л допускается обозначение М, например, 2М Н<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> - двухмолярный раствор серной кислоты. Термин «молярность» не рекомендуется.

Молярная концентрация эквивалента вещества имеет, в принципе, тот же смысл, что и молярная концентрация вещества и используется в тех случаях, когда эквивалент вещества не совпадает с его формульной единицей.

Хотелось бы напомнить, что понятие «эквивалент» в настоящее время имеет другой смысл, что, например, 20 лет назад. Согласно ИЮПАК эквивалентом называется некая реальная или условная частица, которая в конкретной кислотно-основной реакции эквивалентна тем или иным образом одному протону или в конкретной окислительно-восстановительной реакции одному электрону. Таким образом, эквивалент - это не масса и не количество вещества. **Эквивалент - это частица.** Понятие «эквивалент» можно применять только к конкретной реакции. Например, нельзя говорить об эквиваленте серной кислоты вообще, можно лишь сказать, что в реакции (1) эквивалент серной кислоты равен её молекуле, а в реакции (2) - половине молекулы:



Коэффициент, показывающий какая часть участвующей в реакции частицы эквивалентна одному протону или одному электрону, называется *фактором*

*эквивалентности* ( $f_{\text{эkv}}$ ). Величина обратная фактору эквивалентности называется *эквивалентным числом* ( $z$ ). Аналогично понятиям «количество вещества» и «молярная масса» существуют понятия «количество эквивалента вещества» и «молярная масса эквивалента вещества». Например, в реакции (2) 1 моль молекул серной кислоты соответствует 2 моль «половинок молекул» серной кислоты ( $n(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = 2$  моль), а молярная масса серной кислоты в этой реакции будет приблизительно равна 49 г/моль ( $M(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = 49$  г/моль). Понятие «эквивалент» отнюдь не является «священной коровой» в химии, а используется всего лишь для облегчения расчётов, так как позволяет проводить их без использования стехиометрических коэффициентов в уравнении соответствующей реакции.

**Молярной концентрацией эквивалента вещества** называется отношение количества эквивалента данного вещества к объёму раствора.

$$C(f_{\text{эkv}}(X), X) = \frac{n(f_{\text{эkv}}(X), X)}{V_p}$$

Например  $C(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5$  моль/л означает, что в 1 литре раствора находится 0,5 моль эквивалента (в данном случае «половинок молекул» серной кислоты).

По рекомендации ИЮПАК раствор, содержащий 1 моль эквивалентов вещества X в 1 л раствора, называется «нормальным» раствором этого вещества. Вместо сокращения единиц измерения моль/дм<sup>3</sup> или моль/л допускается сокращение н. Например, 1 н Н<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ( $f_{\text{эkv}} = 1/2$ ). При указании нормальной концентрации следует обязательно указывать конкретную реакцию, в которой данный нормальный раствор применяется. Термин «нормальность» не рекомендуется.

Если химическая реакция протекает в неизотермических условиях, то использовать концентрации для описания количественного состава растворов неудобно, так как при изменении температуры изменяется объём раствора, что приводит и к изменению концентрации. Объём раствора может также изменять-

ся при смешивании реальных растворов (т.е. сумма объёмов смешиваемых растворов может быть не равна объёму полученного при смешивании раствора). В таких случаях для описания количественного состава раствора используют «моляльность вещества в растворе».

**Моляльностью вещества в растворе** называется отношение количества растворённого вещества к массе растворителя

$$C_m(B) = \frac{n_B}{m_{\text{растворителя}}}$$

Моляльность не является концентрацией, так как количество растворённого вещества относят к массе, а не к объёму. Единица измерения моляльности - моль/кг. Например,  $C_m(\text{HCl}, \text{H}_2\text{O}) = 1$  моль/кг означает, что в данном растворе на каждый кг воды приходится 1 моль HCl.

Фармация, в отличие от химии, обладает одним свойством, которое существенно ограничивает её развитие. Этим свойством является жёсткая привязанность к нормативной документации, в частности к фармакопее. Государственная фармакопея СССР X издания была написана в 1960-е годы и поэтому вполне естественно, что используемая в ней номенклатура не соответствует современным требованиям ИЮПАК. К сожалению терминология, применяемая фармакопеей XI издания, вышедшей во второй половине 1980-х годов, также во многом не соответствует той, которая применяется в современной химии. Сделаны лишь робкие попытки перейти к современному определению понятия «эквивалент» (например, введено понятие «условная частица»). В то же время широко используются такие устаревшие термины как «молекулярная масса», «молярность». Для обозначения моляр-

ной концентрации используется почему-то символ «М», который химики применяют для обозначения молярной массы, а молярная масса условных частиц (т.е. эквивалента) обозначается буквой «Э». Конечно, нормативная документация - это закон. Но ведь она не послана нам свыше, а разрабатывается людьми и поэтому причина использования запутанной и устаревшей терминологии заключена, главным образом, в нас самих. Если в ближайшее время мы не изменим своё отношение к данной проблеме, то вскоре может наступить такой момент, когда фармацевты и химики вообще перестанут понимать друг друга.

### ЛИТЕРАТУРА

1. Берлин А.А. Об использовании понятия "химический эквивалент" и связанных с ним величин // Журн. аналит. химии. - 1989. - Т. 44, № 4. - С. 762 - 764.
2. Вольеров Г.Б. О концентрациях, процентах и прочих немаловажных вещах // Химия и жизнь. - 1985, № 11. - С. 65 - 67.
3. Нейман Е.Я. Введение единиц СИ в аналитическую химию // Журн. аналит. химии. - 1990. - Т. 45, № 10. - С. 2061 - 2064.
4. Об использовании понятий и терминов "эквивалент" и "нормальный" // Журн. аналит. химии. - 1982. - Т. 37, № 5. - С. 946 - 961.
5. Степин Б.Д. Применение Международной системы единиц физических величин в химии. - М.: Высшая школа, 1990. - 96 с.
6. Химическая энциклопедия. - М.: Советская энциклопедия, 1990. - Т. 2. - С. 462.
7. Янсон Э.Ю. Ещё раз о СИ в аналитической химии // Журн. аналит. химии. - 1992. - Т. 47, № 2. - С. 406 - 407.